

PROPRIETA' ACIDO-BASE DELLE SOLUZIONI SALINE

*Un **sale** è un solido ionico contenente un catione diverso da H^+ e un anione diverso da OH^- .*

*I sali sono degli **elettroliti forti**, cioè in acqua si dissociano completamente, catione ed anione si separano.**

*L'**idrolisi** è la reazione di una sostanza con l'**acqua**.*

*La **solvolisi** è la reazione tra una sostanza e il **solvente** in cui è **disciolta**, ad es. **metanolisi** è la reazione di una sostanza sciolta in metanolo con il metanolo stesso.*

L'IDROLISI nel quotidiano

La neutralizzazione degli acidi con sali poco pericolosi.

Per neutralizzare l'acidità di stomaco, invece di ingoiare soda caustica!, si prende un antiacido che è costituito da sali di acidi deboli, come Na_2CO_3 , NaHCO_3 , MgCO_3 ;

Per neutralizzare fuoriuscite di acidi forti, come ad esempio l'acido solforico fuoriuscito da una batteria di automobile, si può usare NaHCO_3 .

A causa di un tamponamento un camion cisterna ha rovesciato 83000 L di HNO_3 concentrato sul terreno, che venne neutralizzato usando Na_2CO_3 .

Il processo di invecchiamento della carta è dovuto all'idrolisi del $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ che viene usato nella fabbricazione della stessa. Attualmente l'industria della carta sta sviluppando della carta con CaCO_3 al posto di $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ e la carta dovrebbe durare per circa 300 anni.

PROPRIETA' ACIDO-BASE DELLE SOLUZIONI SALINE

Sali di basi forti e acidi forti;

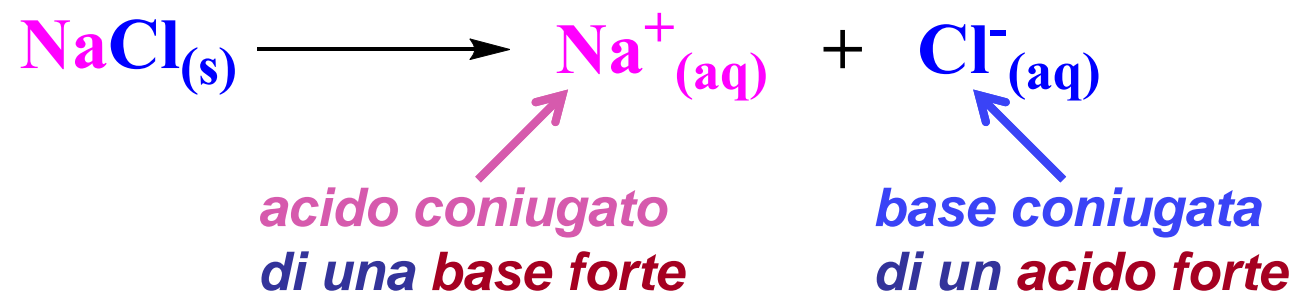
Sali di basi forti e acidi deboli;

Sali di basi deboli e acidi forti;

Sali di basi deboli e acidi deboli.

PROPRIETA' ACIDO-BASE DELLE SOLUZIONI SALINE:

Sali di basi forti e acidi forti

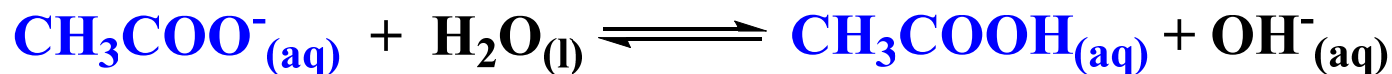
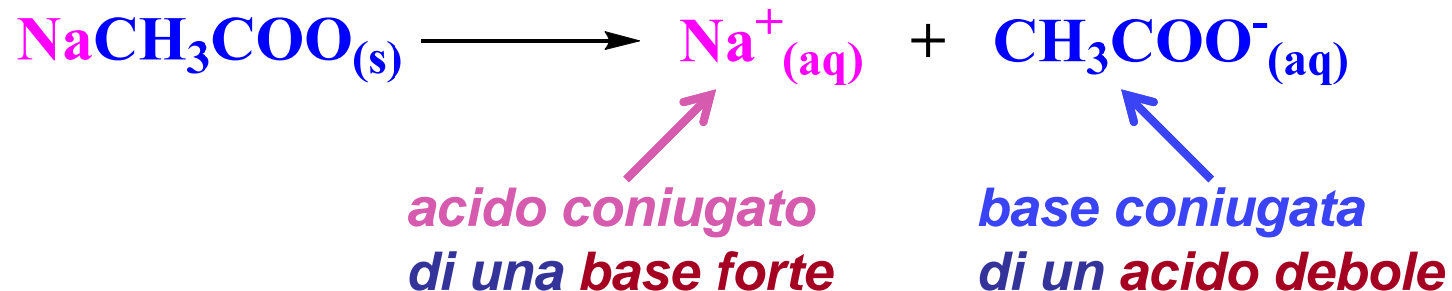


Né il catione né l'anione del sale danno reazione di idrolisi:

Il pH della soluzione è NEUTRO!

PROPRIETA' ACIDO-BASE DELLE SOLUZIONI SALINE:

Sali di basi forti e acidi deboli



$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$K_a = \frac{K_w}{K_b}$$

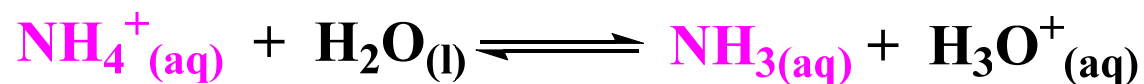
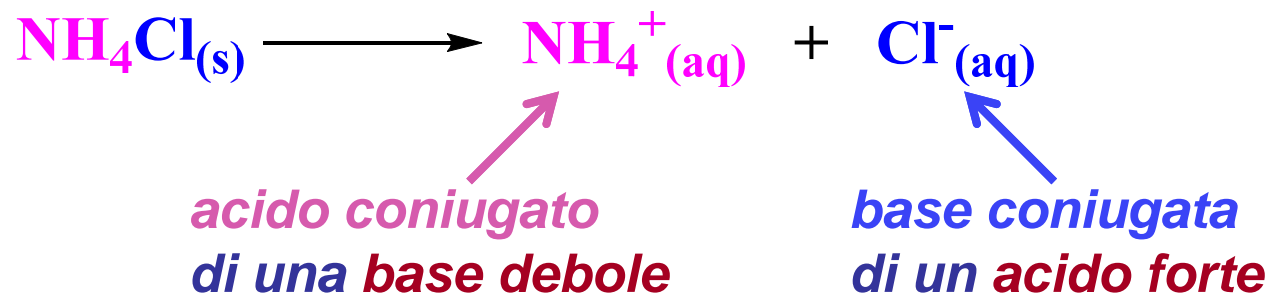
$$K_b = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

L'anione del sale dà reazione di idrolisi basica:

*Il pH della soluzione è **BASICO!***

PROPRIETA' ACIDO-BASE DELLE SOLUZIONI SALINE:

Sali di basi deboli e acidi forti



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$

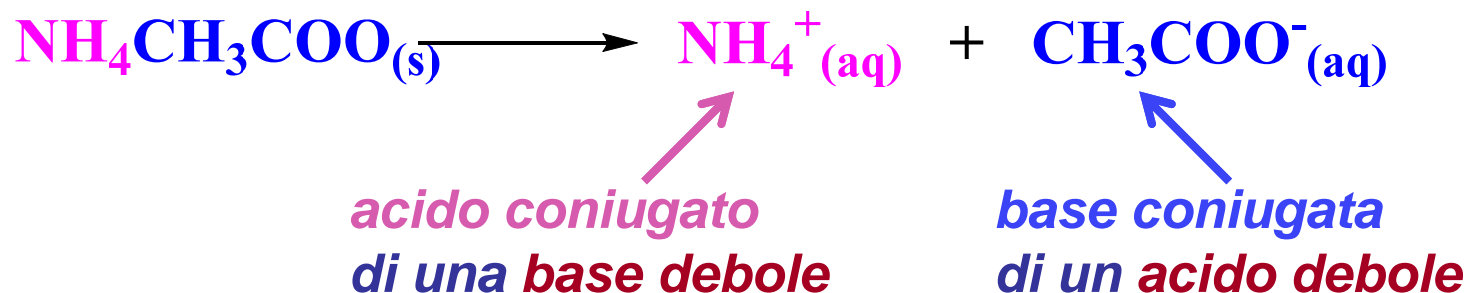
$$K_a = 5.6 \cdot 10^{-10}$$

Il catione del sale dà reazione di idrolisi acida:

Il pH della soluzione è ACIDO!

PROPRIETA' ACIDO-BASE DELLE SOLUZIONI SALINE:

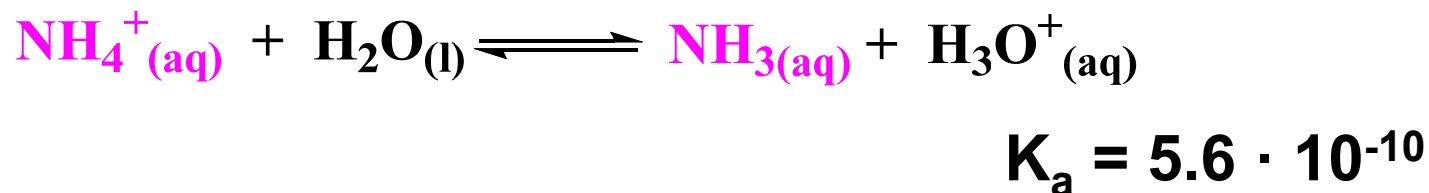
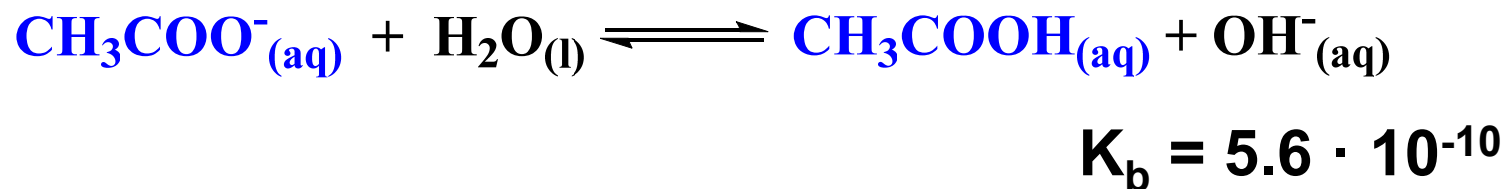
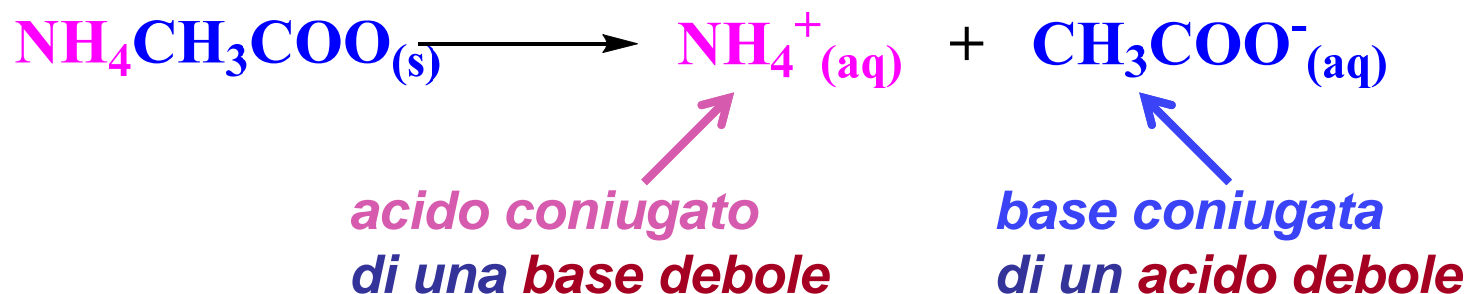
Sali di basi deboli e acidi deboli



Sia il catione che l'anione del sale danno reazione di idrolisi, pertanto il pH della soluzione dipende dalla forza relativa dei composti coniugati!

PROPRIETA' ACIDO-BASE DELLE SOLUZIONI SALINE:

Sali di basi deboli e acidi deboli

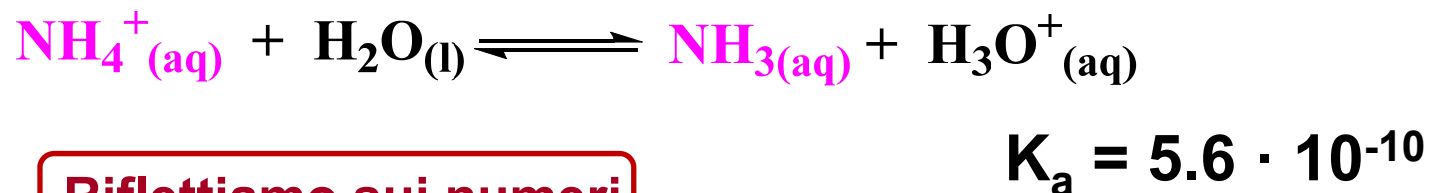
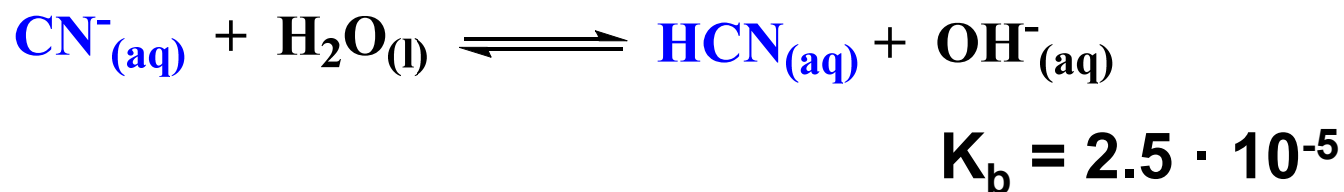
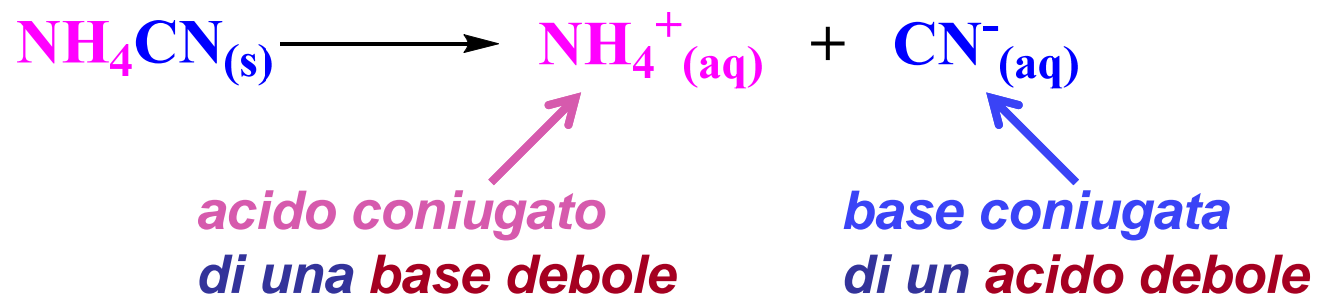


$$K_b = K_a$$

il pH della soluzione è NEUTRO!

PROPRIETA' ACIDO-BASE DELLE SOLUZIONI SALINE:

Sali di basi deboli e acidi deboli



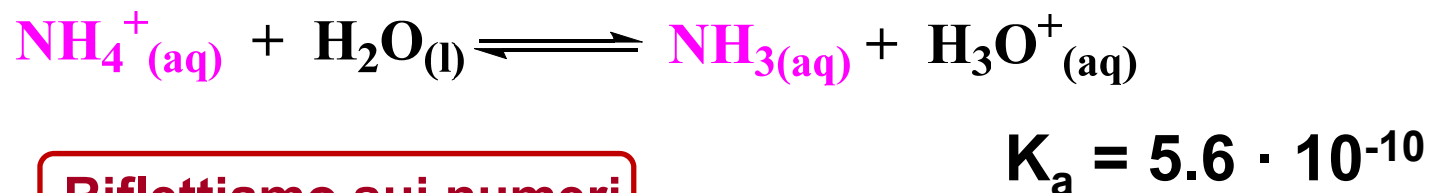
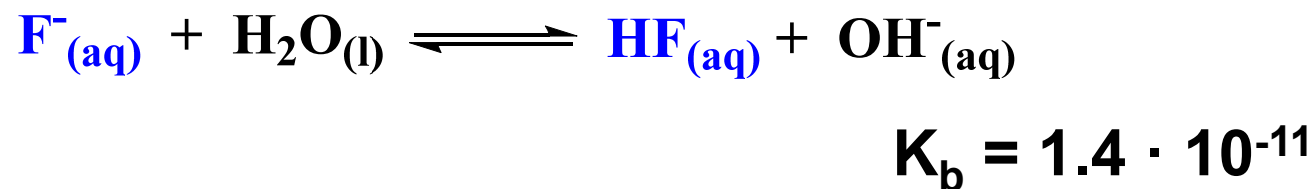
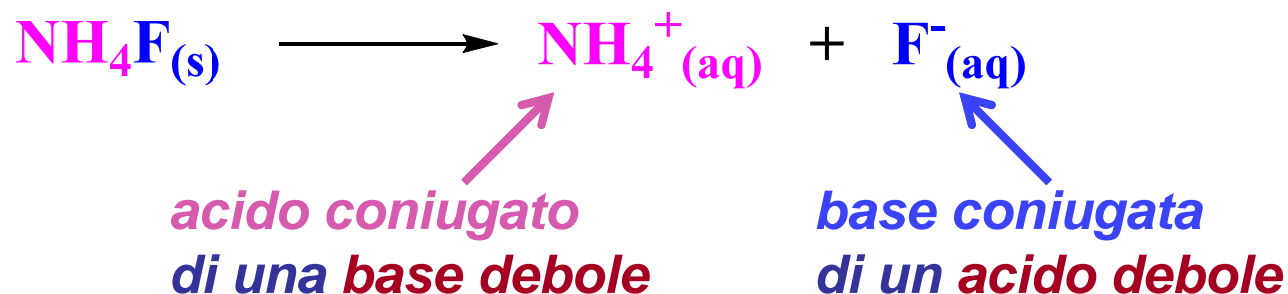
Riflettiamo sui numeri

$$K_b \gg K_a$$

*il pH della soluzione è **BASICO!***

PROPRIETA' ACIDO-BASE DELLE SOLUZIONI SALINE:

Sali di basi deboli e acidi deboli



Riflettiamo sui numeri

$$K_a > K_b$$

il pH della soluzione è ACIDO!

PROPRIETA' ACIDO-BASE DELLE SOLUZIONI SALINE:

esercizi

1. Quale dei seguenti sali è il sale di una base forte e di un acido forte?

Na_3PO_4 ; K_2CO_3 ; LiF ; BaSO_4 ; NaClO_3

2. Scrivere gli equilibri di idrolisi, l'espressione della costante di idrolisi e calcolarne il valore per i seguenti anioni di acidi deboli:

NO_2^- ; BrO^- ; HCOO^-

3. Il nitrato di ammonio è un fertilizzante di uso comune. Le sue soluzioni acquose sono acide, perché?

PROPRIETA' ACIDO-BASE DELLE SOLUZIONI SALINE:

esercizi

4. Calcolare il pH delle soluzioni dei seguenti sali:

1.5 M in LiCN;

0.26 M in NH_4NO_3

5. Dei seguenti sali quale produrrà una soluzione acida? Quale una soluzione neutra? E quali una soluzione basica? Motivare la risposta.

acetato d'ammonio;

nitrato d'ammonio;

solfo d'ammonio;

solfito di calcio;

ipoclorito di litio;

cloruro di potassio.

LE SOLUZIONI TAMPONE nel quotidiano

Il mare è una **soluzione tampone**;

Il sangue è un **sistema tampone**, il **pH** del sangue è **7.4**; il suo sistema tampone è costituito da diverse coppie acido debole/base coniugata tra cui $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$, $\text{H}_2\text{PO}_4^-/\text{HPO}_4^{2-}$, diversi tamponi di natura proteica, ad es. emoglobina/emoglobinato.

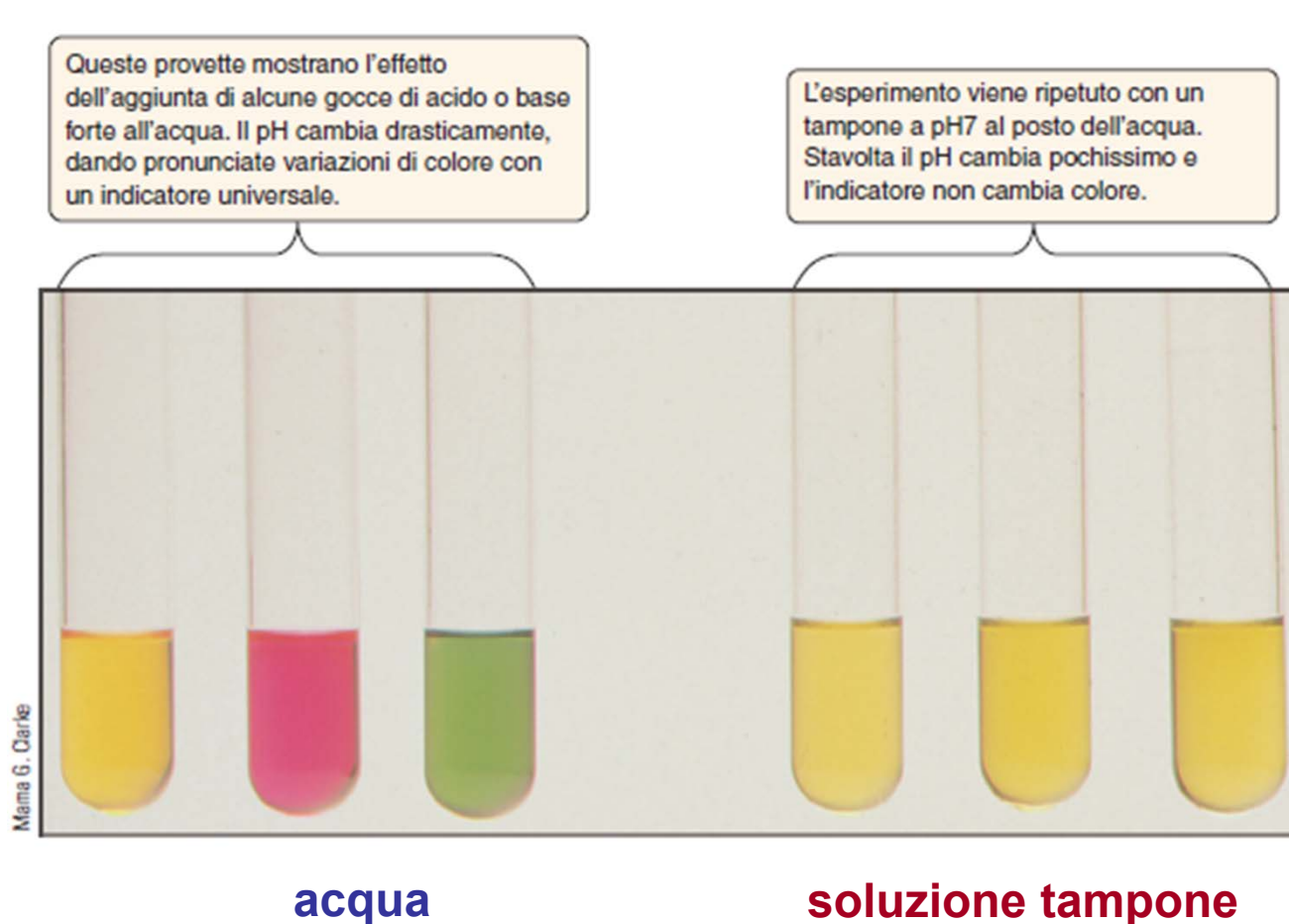
La coppia $\text{H}_2\text{CO}_3/\text{HCO}_3^-$ ha una scarsa capacità di assorbire ioni OH^- e una grande capacità di assorbire ioni H_3O^+ , e questo è un bene perché i processi vitali producono molti più ioni H_3O^+ che ioni OH^- .

Molte medicine sono tamponate per evitare danni gastrici.

LE SOLUZIONI TAMPONE

Una soluzione tampone contiene una coppia acido debole/base coniugata (o base debole/acido coniugato) dove sia l'acido che la base sono presenti in concentrazioni significative.

Una soluzione tampone mantiene costante il pH dopo l'aggiunta di piccole quantità di un acido o di una base forte.



LE SOLUZIONI TAMPONE

Una soluzione tampone mantiene costante il pH dopo l'aggiunta di piccole quantità di un acido o di una base forte.

Prima



(a) Il pH-metro indica il pH di acqua che contiene una traccia di acido (e dell'indicatore acido-base blu bromofenolo). La soluzione a sinistra è un tampone con pH circa 7 (anch'essa contiene blu bromofenolo)

Dopo aggiunta di HCl 0.10 M



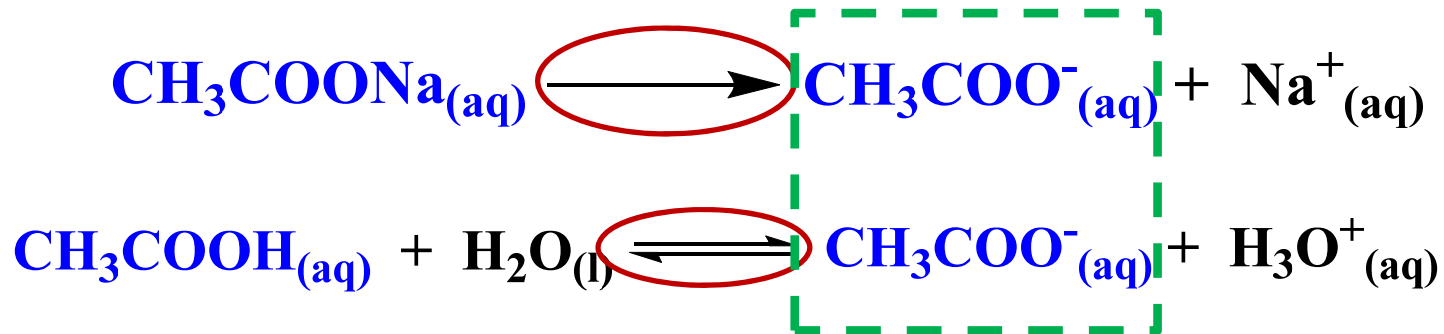
(b) Quando si aggiungono 5 mL di HCl 0.10 M a ognuna delle soluzioni, il pH dell'acqua scende di diverse unità, mentre il pH del tampone resta costante, come evidenziato anche dall'indicatore che non cambia colore.

LE SOLUZIONI TAMPONE:

classi ed esempi

Una soluzione di un **acido debole** contenente un **sale dell'acido debole**: **$\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$** ;

Una soluzione di una **base debole** contenente un **sale della base debole**: **$\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$** .



Calcolare la concentrazione degli ioni H_3O^+ e il pH di una soluzione tampone formata da CH_3COOH 0.1 M e CH_3COONa 0.2 M.

LE SOLUZIONI TAMPONE:

Confronto tra una **soluzione di CH_3COOH** , una di **CH_3COONa**
e una **soluzione tampone $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$**



Charles D. Winters

Soluzione acquosa
di acido acetico
pH 2.7

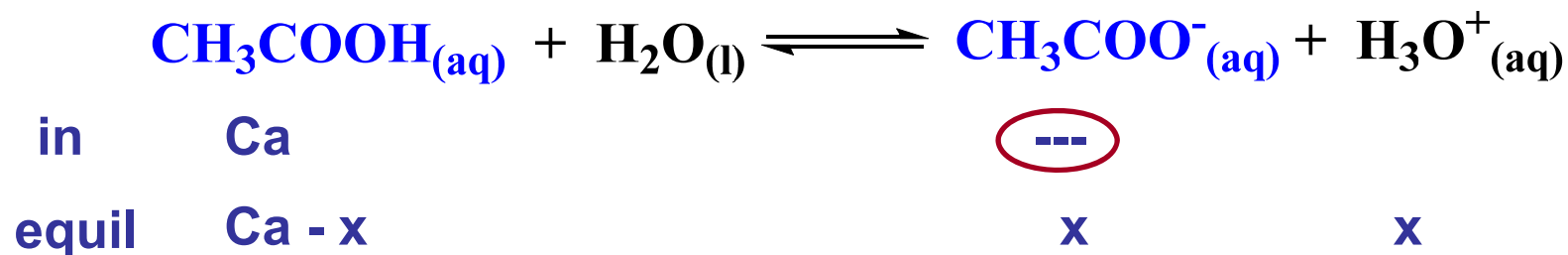
Soluzione acquosa
di acetato di sodio
pH 9

Miscela
di acido acetico
ed acetato di sodio

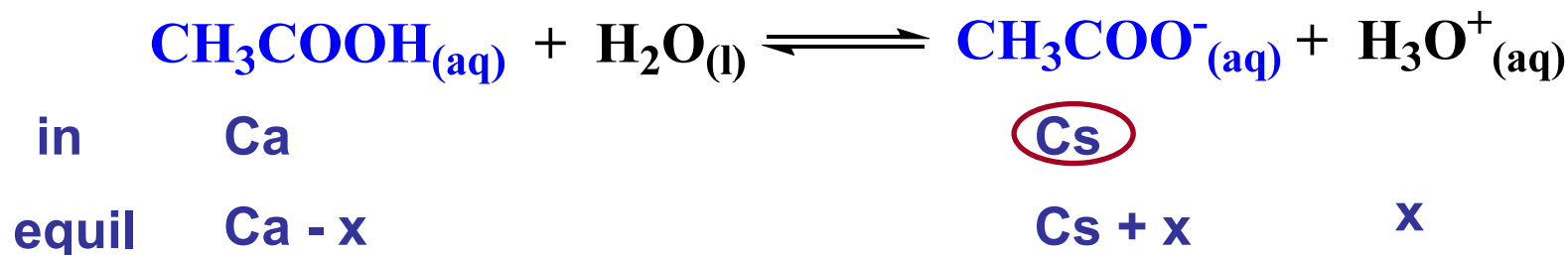
LE SOLUZIONI TAMPONE:

Confronto tra una **soluzione di CH_3COOH** e una
soluzione tampone $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$

soluzione di CH_3COOH



soluzione tampone $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$



LE SOLUZIONI TAMPONE:
Confronto tra una soluzione di CH_3COOH e una
soluzione tampone $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COONa}$

TABELLA 19-1 *Paragone tra $[\text{H}_3\text{O}^+]$ e pH nelle soluzioni di acido acetico e acido acetico-acetato di sodio*

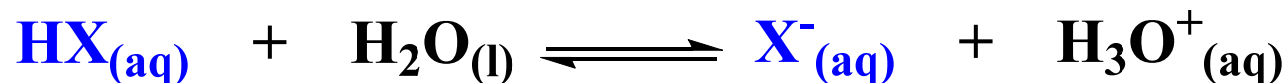
Soluzione	% CH_3COOH Ionizzato	$[\text{H}_3\text{O}^+]$	pH
0.10 M CH_3COOH	1.3%	$1.3 \times 10^{-3} \text{ M}$	2.89
0.10 M CH_3COOH			
e 0.20 M NaCH_3COO	0.0090%	$9.0 \times 10^{-6} \text{ M}$	5.05

} $\Delta\text{pH} = 2.16$

Riflettiamo sui numeri

LE SOLUZIONI TAMPONE:

L'equazione di Henderson - Hasselbach



$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^{+}][\text{X}^{-}]}{[\text{HX}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^{+}] = K_a \frac{[\text{HX}]}{[\text{X}^{-}]}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^{+}] = K_a \frac{[\text{HX}]}{[\text{base coniugata}]}$$

$$-\log [\text{H}_3\text{O}^{+}] = -\log K_a - \log \frac{[\text{HX}]}{[\text{base coniugata}]}$$

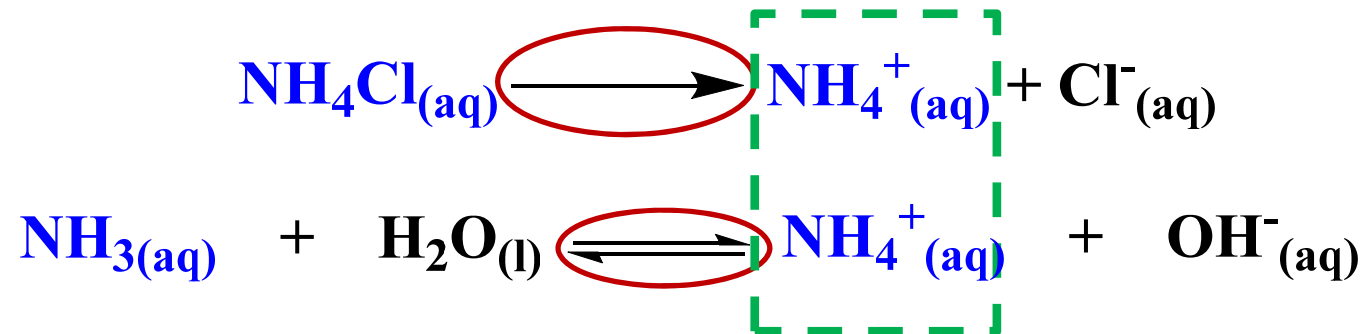
$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{HX}]}{[\text{base coniugata}]}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{C_a}{C_s}$$

L'equazione di Henderson - Hasselbach

LE SOLUZIONI TAMPONE:
classi ed esempi

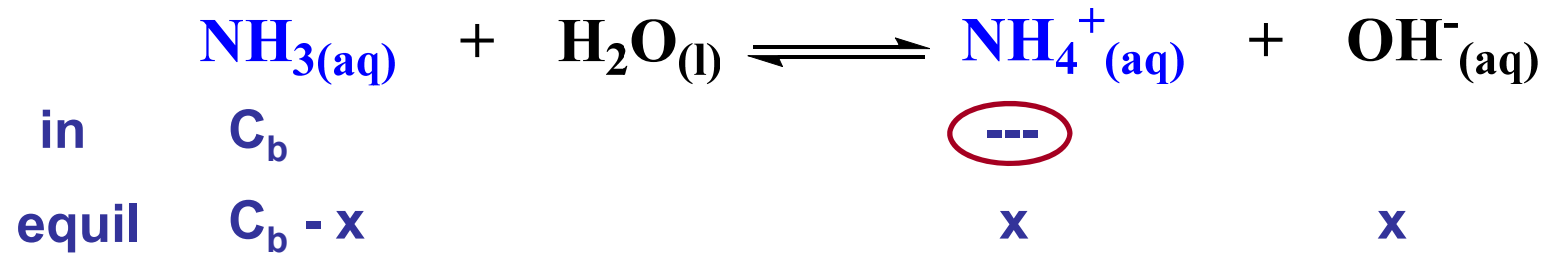
Una soluzione di una **base debole** contenente un **sale della base debole**: **NH_3/NH_4Cl** .



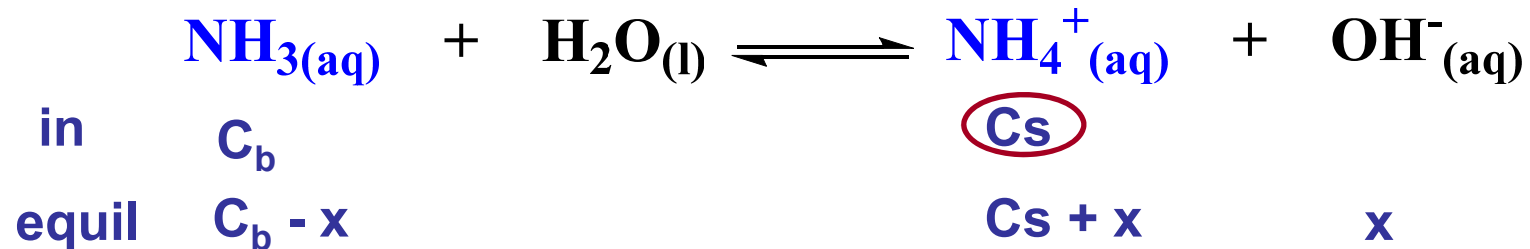
Calcolare la concentrazione degli ioni OH^- e il pH di una soluzione tampone formata da NH_3 0.2 M e NH_4Cl 0.1 M.

LE SOLUZIONI TAMPONE:
Confronto tra una *soluzione di NH₃* e una
soluzione tampone NH₃/NH₄Cl

soluzione di NH₃



soluzione tampone NH₃/NH₄Cl



LE SOLUZIONI TAMPONE:
Confronto tra una soluzione di NH_3 e una
soluzione tampone $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$

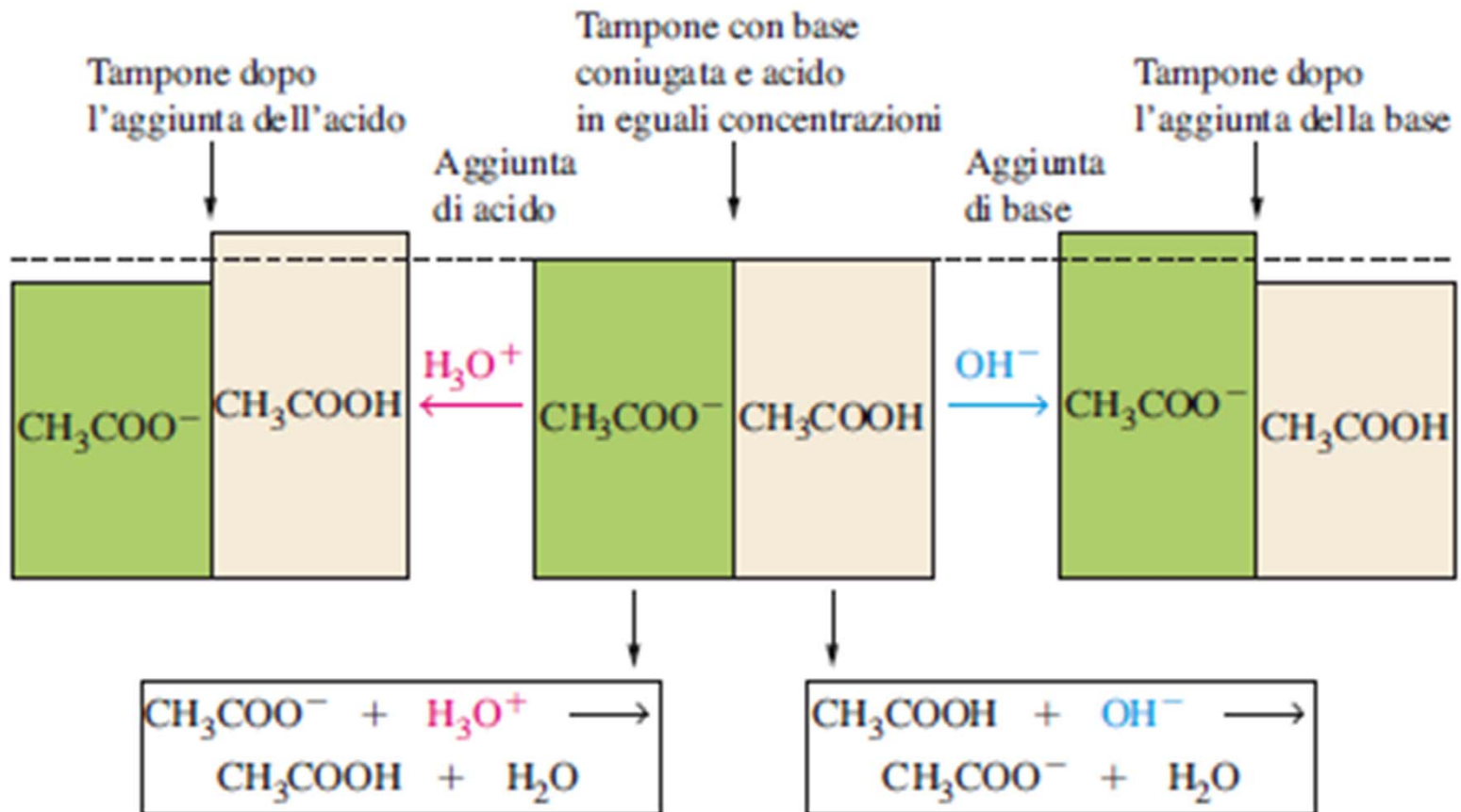
TABELLA 19-2 *Paragone tra $[\text{OH}^-]$ e pH nelle soluzioni di ammoniaca e ammoniaca-cloruro di ammonio*

Soluzione	% di NH_3 Ionizzata	$[\text{OH}^-]$	pH
0.20 M aq NH_3	0.95%	$1.9 \times 10^{-3} \text{ M}$	11.28
0.20 M aq NH_3 e 0.10 M aq NH_4Cl	0.018%	$3.6 \times 10^{-5} \text{ M}$	9.56

} $\Delta\text{pH} = -1.72$

Riflettiamo sui numeri

LE SOLUZIONI TAMPONE: *Come funzionano*



LE SOLUZIONI TAMPONE:
Variazioni di pH causate dall'aggiunta di acido o di base forte ad un litro di soluzione

TABELLA 19-3 *Variazioni di pH causate dall'aggiunta di acido o di base ad un litro di soluzione*

1 L di soluzione di partenza	Aggiungiamo 0.010 moli di NaOH(s)		Aggiungiamo 0.010 moli di HCl(g)	
	variazione di pH	[H ₃ O ⁺] diminuisce di un fattore	variazione di pH	[H ₃ O ⁺] aumenta di un fattore
soluzione tampone (0.10 M NaCH ₃ COO e 0.10 M CH ₃ COOH)	+0.08 unità di pH	1.2	-0.08 unità di pH	1.2
0.10 M CH ₃ COOH	+0.91	8.1	-0.89	7.8
H ₂ O pura	+5.00	100000	-5.00	100000

Riflettiamo sui numeri

LE SOLUZIONI TAMPONE:

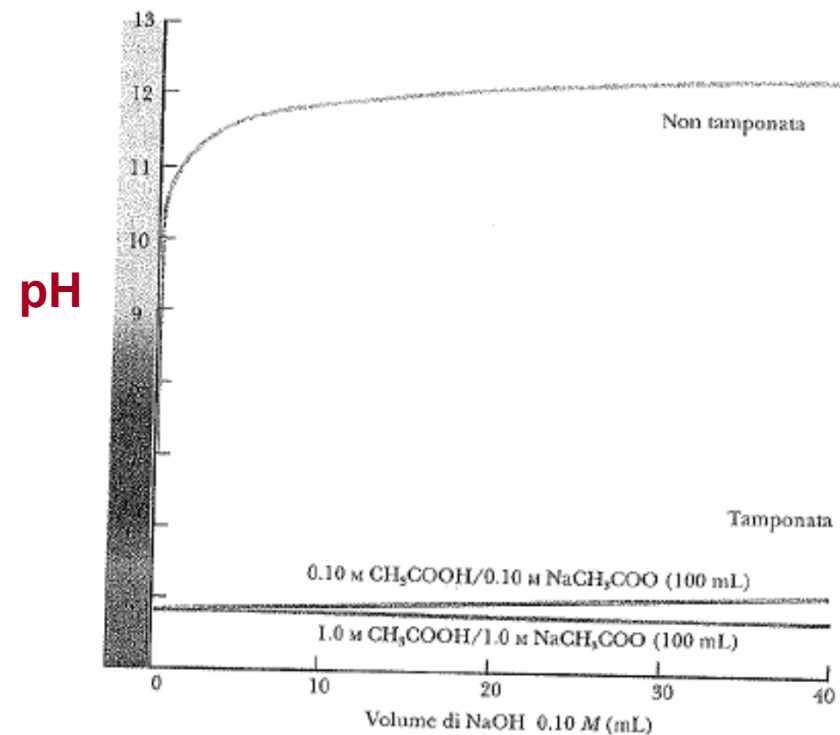
La capacità tamponante

La **capacità tamponante** è il numero di moli di acido forte o di base forte che è necessario aggiungere ad **1 L** di soluzione tampone per modificare il suo **pH di un'unità**.

Intervallo tampone

$$\text{pKa} - 1 < \text{pH} < \text{pKa} + 1$$

Effetto della **diluizione** sulla capacità tamponante



LE SOLUZIONI TAMPONE:

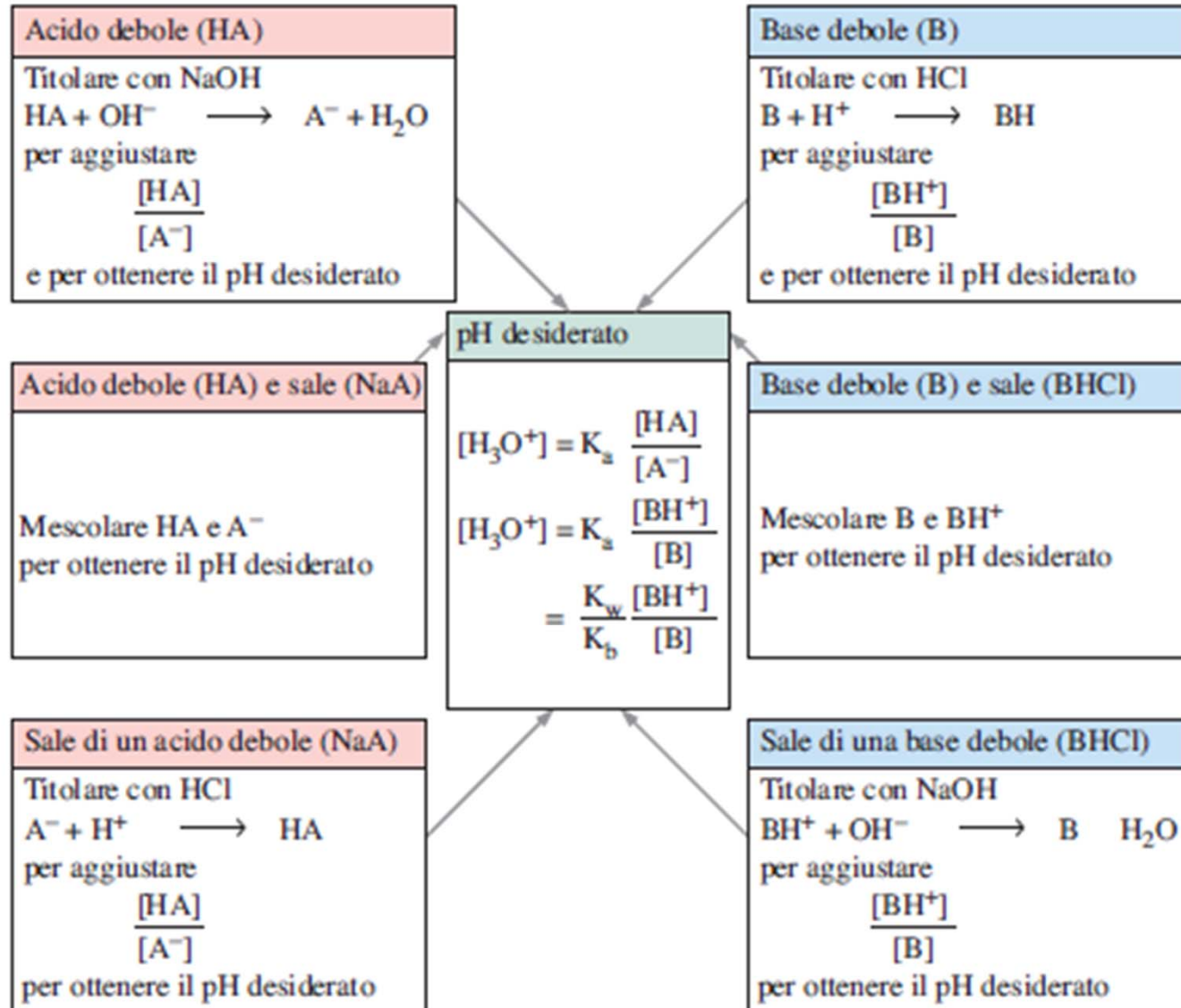
esempi

TABELLA 14.1 Sistemi tampone con differenti valori di pH

pH desiderato	Sistema tampone		K_a (acido debole)	pK_a
	Acido debole	Base debole		
4	Acido lattico (HLac)	Ione lattato (Lac^-)	1.4×10^{-4}	3.85
5	Acido acetico ($\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2$)	Ione acetato ($\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$)	1.8×10^{-5}	4.74
6	Acido carbonico (H_2CO_3)	Ione idrogeno carbonato (HCO_3^-)	4.4×10^{-7}	6.36
7	Ione diidrogeno fosfato (H_2PO_4^-)	Ione idrogeno fosfato (HPO_4^{2-})	6.2×10^{-8}	7.21
8	Acido ipocloroso (HClO)	Ione ipoclorito (ClO^-)	2.8×10^{-8}	7.55
9	Ione ammonio (NH_4^+)	Ammoniaca (NH_3)	5.6×10^{-10}	9.25
10	Ione idrogeno carbonato (HCO_3^-)	Ione carbonato (CO_3^{2-})	4.7×10^{-11}	10.32

LE SOLUZIONI TAMPONE: *preparazione*

**Parziale
neutralizzazione**



**Parziale
neutralizzazione**

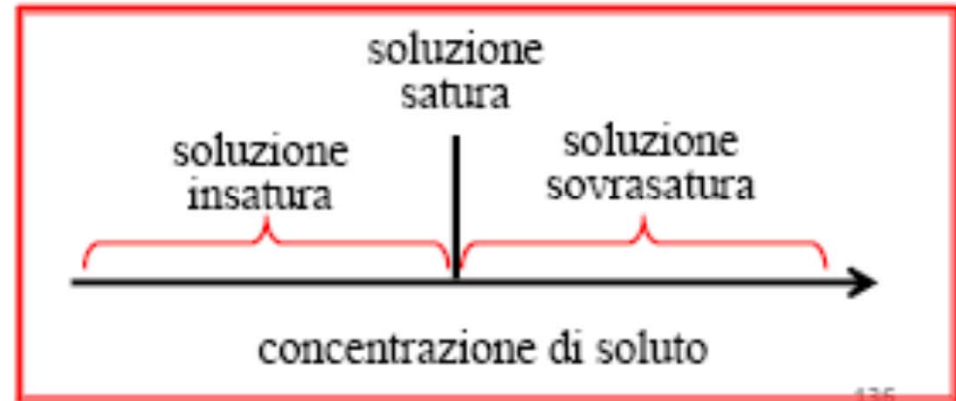
LA SOLUBILITA'

La **solubilità** rappresenta la **quantità massima di soluto** che si può sciogliere in un dato **solvente** ad una data **temperatura**.

Quando in soluzione, ad una data temperatura, è stata sciolta la massima quantità possibile di soluto, si dice che **la soluzione è satura**.

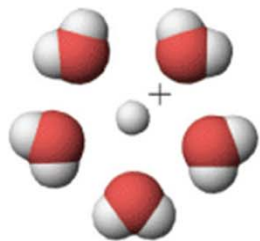
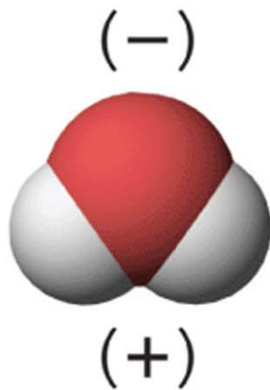
La **solubilità** rappresenta la **concentrazione di soluto** nella **soluzione satura**.

Solubilità = quantità in grammi di composto disciolto in un dato volume di soluzione (g/L)

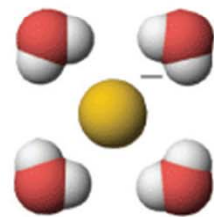


LA SOLUBILITA': L'ACQUA COME SOLVENTE DEI COMPOSTI IONICI

Una molecola d'acqua ha un'estremità carica positivamente (gli atomi di idrogeno) e l'altra carica negativamente (l'atomo di ossigeno). Queste cariche permettono alle molecole d'acqua di interagire con gli ioni positivi e negativi nelle soluzioni acquose.



L'acqua che circonda un catione



L'acqua che circonda un anione

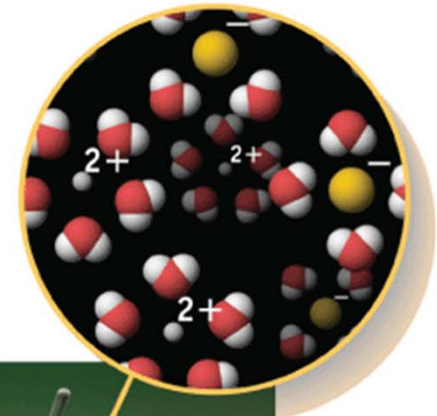
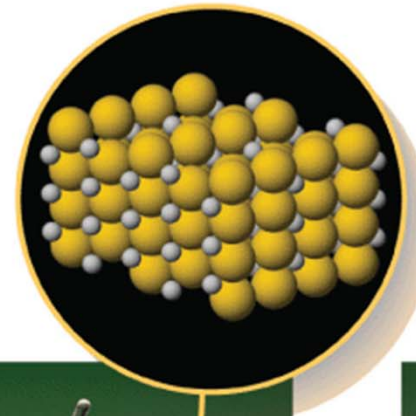
Foto: Charles D. Winters



All'acqua viene aggiunto del cloruro di rame. Le interazioni tra l'acqua e gli ioni Cu^{2+} e Cl^- permettono la solubilizzazione del solido.



Gli ioni adesso sono circondati da molecole d'acqua.



LA SOLUBILITA': LINEE GUIDA

COMPOSTI SOLUBILI

Quasi tutti i sali di Na^+ , K^+ , NH_4^+

Sali dei nitrati, NO_3^-
clorati, ClO_3^-
perclorati, ClO_4^-
acetati, CH_3CO_2^-

ECCEZIONI

Quasi tutti i sali di Cl^- , Br^- , I^-

Alogenuri di Ag^+ , Hg_2^{2+} , Pb^{2+}

Composti contenenti F^-

Fluoruri di Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+}

Sali dei solfati, SO_4^{2-}

Solfati di Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} , Pb^{2+} , Ag^+

COMPOSTI INSOLUBILI

La maggior parte dei carbonati, CO_3^{2-}
fosfati, PO_4^{3-}
ossalati, $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
cromati, CrO_4^{2-}
solfuri, S^{2-}

ECCEZIONI

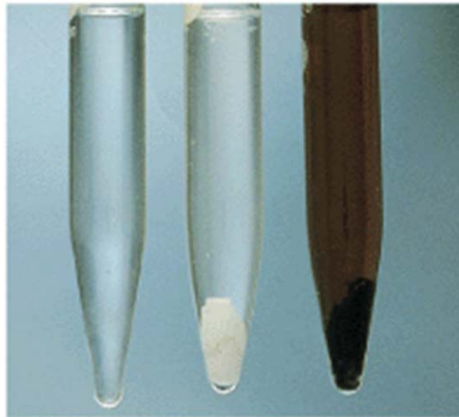
Sali di NH_4^+ e dei cationi dei metalli alcalini

La maggior parte degli ossidi ed idrossidi dei metalli

Idrossidi di metalli alcalini e $\text{Ba}(\text{OH})_2$

LA SOLUBILITA': LINEE GUIDA

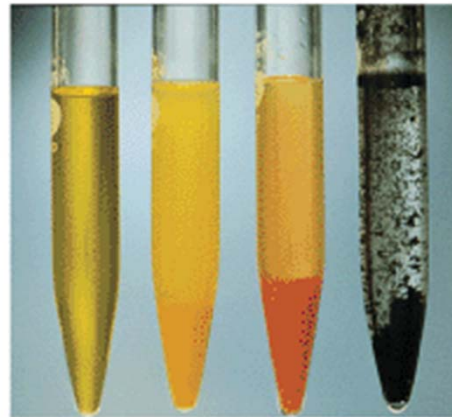
COMPOSTI DELL'ARGENTO



AgNO₃ AgCl AgOH

(a) I nitrati sono generalmente solubili, così come i cloruri (eccetto AgCl). Gli idrossidi sono generalmente insolubili.

SOLFURI



(NH₄)₂S CdS Sb₂S₃ PbS

(b) I solfuri sono generalmente insolubili (ad eccezione dei sali di NH₄⁺ ed Na⁺).

IDROSSIDI

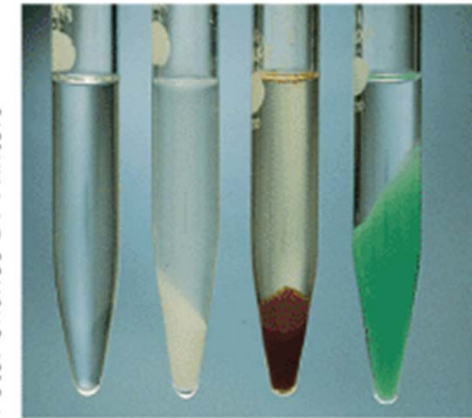


Foto: Charles D. Winters

NaOH Ca(OH)₂ Fe(OH)₃ Ni(OH)₂

(c) Gli idrossidi sono generalmente insolubili, eccetto quando il catione è un metallo del gruppo IA.

LE REAZIONI DI PRECIPITAZIONE

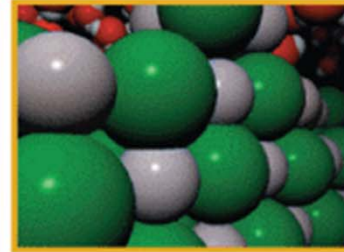
Precipitazione di AgCl



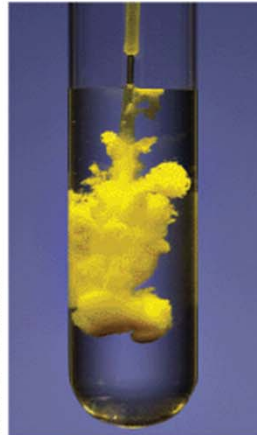
(b) Inizialmente gli ioni argento Ag^+ (colore argentato) e cloruro Cl^- (verde) sono distanti tra loro.



(c) Ioni Ag^+ e Cl^- si avvicinano e formano coppie di ioni.



(d) Man mano che più ioni Ag^+ e Cl^- si avvicinano tra loro, si forma un precipitato di AgCl.



(a) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e K_2CrO_4 formano PbCrO_4 giallo insolubile e KNO_3 solubile.



(b) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ e $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ formano PbS nero insolubile e NH_4NO_3 solubile.



(c) FeCl_3 ed NaOH formano $\text{Fe}(\text{OH})_3$ rosso insolubile ed NaCl solubile.



(d) AgNO_3 e K_2CrO_4 formano Ag_2CrO_4 rosso insolubile e KNO_3 solubile.

MINERALI E GEMME

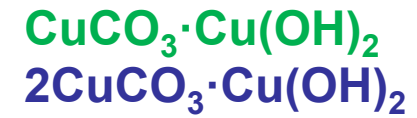
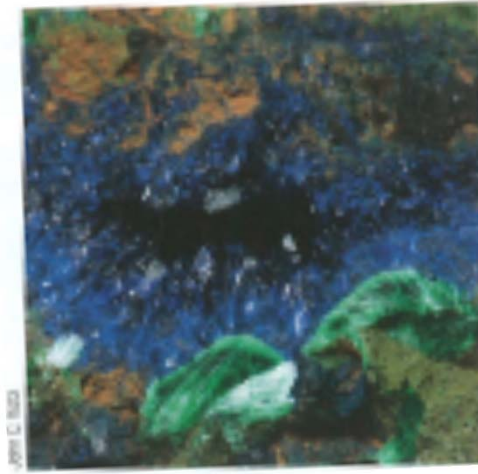
Crocoite



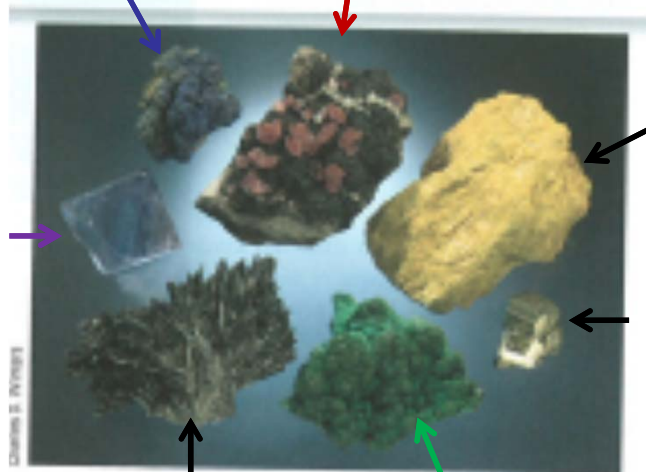
Rodocrosite



Malachite verde
Azzurrite blu



azzurrite



As_2S_3 orpimento giallo

CaF_2 fluorite viola

FeS_2 ferro pirite dorata

Sb_2S_3 stibnite nera

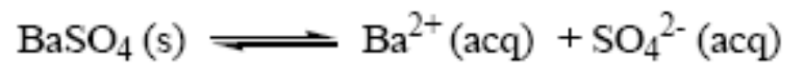
Turchese verde/blu
 $Cu_3(PO_4)_2 \cdot Cu(OH)_2$

LA SOLUBILITA' IL PRODOTTO DI SOLUBILITA' K_{ps}

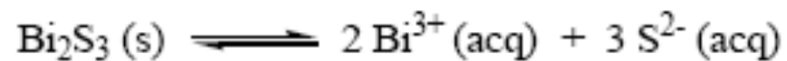
Prodotto di
solubilità



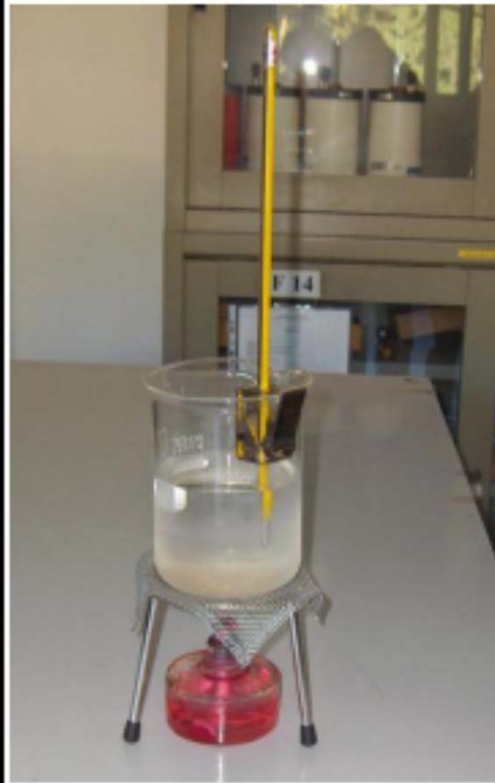
costante di equilibrio relativa all'equilibrio tra un
sale indisciolto e i suoi ioni nella soluzione satura



$$K_{\text{ps}} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$$



$$K_{\text{ps}} = [\text{Bi}^{3+}]^2[\text{S}^{2-}]^3$$



soluzione SATURA

Il prodotto di solubilità è costante a temperatura costante per una soluzione satura del composto ed è dato dal prodotto delle concentrazioni dei suoi ioni costituenti, ciascuna elevata all'esponente corrispondente al numero di ioni presenti nella formula del composto.

IL PRODOTTO DI SOLUBILITA' K_{ps}

Tabella 16.1 Costanti del prodotto di solubilità a 25 °C

		K_{ps}			K_{ps}
Acetati	$\text{AgC}_2\text{H}_3\text{O}_2$	1.9×10^{-3}	Idrossidi	Al(OH)_3	2×10^{-31}
Bromuri	AgBr	5×10^{-13}		Ca(OH)_2	4.0×10^{-6}
	Hg_2Br_2	6×10^{-23}		Fe(OH)_2	5×10^{-17}
	PbBr_2	6.6×10^{-6}		Fe(OH)_3	3×10^{-39}
Carbonati	Ag_2CO_3	8×10^{-12}		Mg(OH)_2	6×10^{-12}
	BaCO_3	2.6×10^{-9}		Tl(OH)_3	2×10^{-44}
	CaCO_3	4.9×10^{-9}		Zn(OH)_2	4×10^{-17}
	MgCO_3	6.8×10^{-6}	Ioduri	AgI	1×10^{-16}
	PbCO_3	1×10^{-13}		Hg_2I_2	5×10^{-29}
	SrCO_3	5.6×10^{-10}		PbI_2	8.4×10^{-9}
				Fosfati	Ag_3PO_4
Cloruri	AgCl	1.8×10^{-10}		AlPO_4	1×10^{-20}
	Hg_2Cl_2	1×10^{-18}		$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	1×10^{-33}
	PbCl_2	1.7×10^{-5}		$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$	1×10^{-24}
Cromati	Ag_2CrO_4	1×10^{-12}	Solfati	BaSO_4	1.1×10^{-10}
	BaCrO_4	1.2×10^{-10}		CaSO_4	7.1×10^{-5}
	PbCrO_4	2×10^{-14}		PbSO_4	1.8×10^{-8}
	SrCrO_4	3.6×10^{-5}		SrSO_4	3.4×10^{-7}
Fluoruri	BaF_2	1.8×10^{-7}			
	CaF_2	1.5×10^{-10}			
	MgF_2	7×10^{-11}			
	PbF_2	7.1×10^{-7}			

IL PRODOTTO DI SOLUBILITA' K_{ps}

TABELLA 18.2 Alcuni comuni composti poco solubili e valore dei loro K_{ps} *

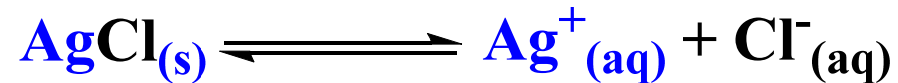
Formula	Nome	K_{ps} (25 °C)	Nome comune/Usò
CaCO ₃	Carbonato di calcio	3.4×10^{-9}	Calcite, spato d'Islanda
MnCO ₃	Carbonato di Manganese(II)	2.3×10^{-11}	Rodocrosite (forma cristalli di colore rosa)
FeCO ₃	Carbonato di ferro(II)	3.1×10^{-11}	Siderite
CaF ₂	Fluoruro di calcio	5.3×10^{-11}	Fluorite (da cui si prepara HF ed altri fluoruri inorganici)
AgCl	Cloruro di argento	1.8×10^{-10}	Clorargite
AgBr	Bromuro di argento	5.4×10^{-13}	Usato in pellicole fotografiche
CaSO ₄	Solfato di calcio	4.9×10^{-5}	La forma idrata è comunemente chiamata gesso
BaSO ₄	Solfato di bario	1.1×10^{-10}	Barite (usata nei "fanghi di circolazione" delle trivellazioni e come componente di pitture)
SrSO ₄	Solfato di stronzio	3.4×10^{-7}	Celestite
Ca(OH) ₂	Idrossido di calcio	5.5×10^{-5}	Calce spenta

* I valori in questa tavola sono derivati da *Handbook of Chemistry and Physics*, 15^a ed., NY, McGraw-Hill Publisher, New York, 1999. Ulteriori valori di K_{ps} sono riportati nell'Appendice J.

Dal valore del K_{ps} si può calcolare la solubilità del sale.

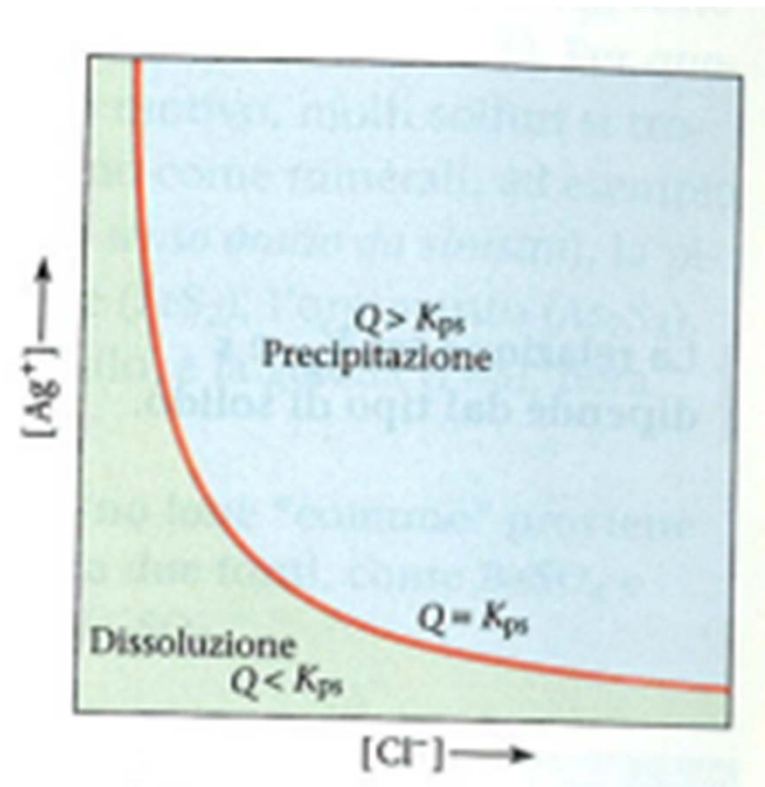
LA SOLUBILITÀ

Dal valore del K_{ps} si può prevedere la **precipitazione del sale**.



$K_{ps} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]$ all'equilibrio
È una costante

$Q_{ps} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]$ istantanee
Può assumere qualsiasi valore



$Q_{ps} < K_{ps}$: soluzione **INSATURA**

$Q_{ps} > K_{ps}$: soluzione **SOVRASATURA**

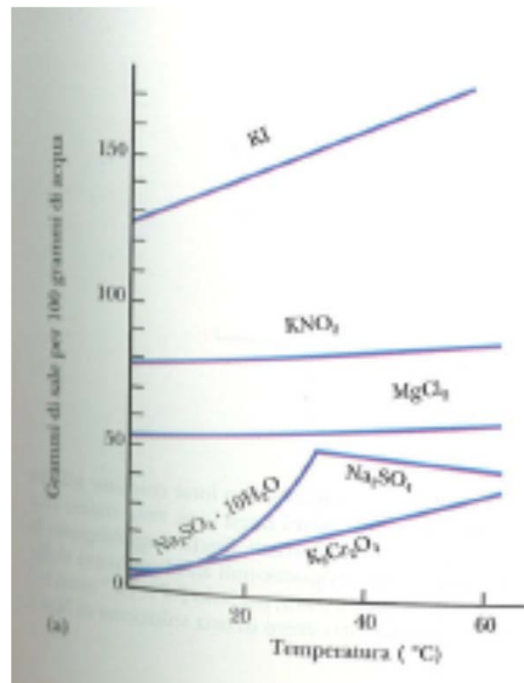
$Q_{ps} = K_{ps}$: soluzione **SATURA**

I FATTORI CHE INFLUENZANO LA SOLUBILITÀ

I fattori che influenzano la solubilità dei composti sono:

- ✓ La **temperatura**;
- ✓ La presenza di uno **ione comune**;
- ✓ Il **pH**;
- ✓ La formazione di **ioni complessi**.

EFFETTO DELLA TEMPERATURA SULLA SOLUBILITÀ



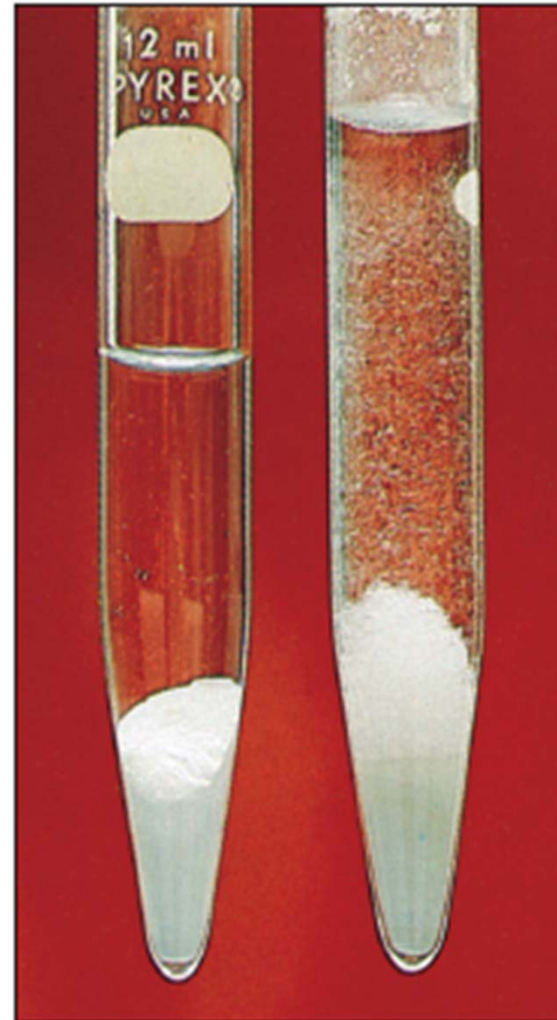
CaCO₃ aragonite



EFFETTO DELLO IONE COMUNE SULLA SOLUBILITÀ

Se ad una soluzione satura di un sale si aggiunge una sostanza solubile che contiene uno ione del sale si osserva la precipitazione di ulteriore sale secondo il principio di LeChatelier

Soluzione satura di
 CH_3COOAg

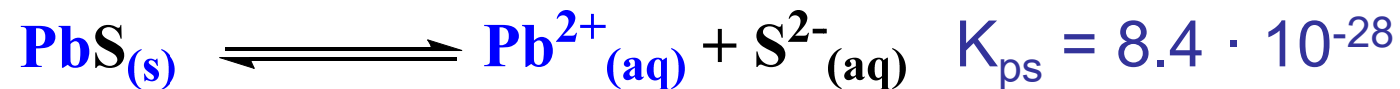


Soluzione
satura di
 CH_3COOAg
+ AgNO_3

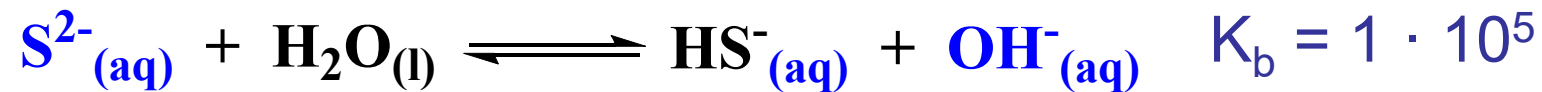
SOLUBILIZZAZIONE DEI PRECIPITATI

Idrolisi dell'anione del sale

Quando l'anione del sale è la **base coniugata di un acido debole**, una volta sciolto in acqua, l'anione darà luogo ad **idrolisi**, originando una **solubilità molto maggiore** di quella prevista dal **K_{ps}**.



$$[\text{Pb}^{2+}] = 2.9 \cdot 10^{-14} \text{ M}$$



$$K_{\text{tot}} = K_{ps} \cdot K_b = 8.1 \cdot 10^{-23}$$

Riflettiamo sui numeri

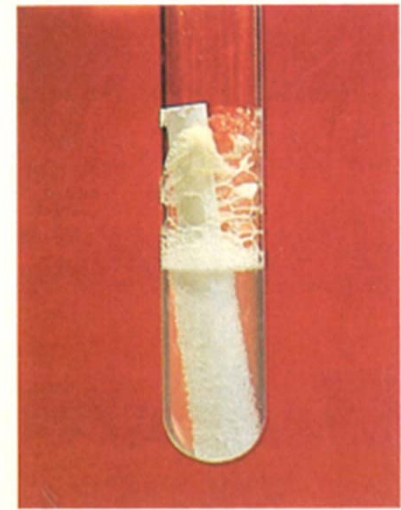
EFFETTO DEL pH SULLA SOLUBILITÀ

solubilizzazione dei precipitati

Idrolisi dell'anione del sale

*Per aumentare la solubilità di un sale il cui anione è la base coniugata di un acido debole, si può aggiungere un **acido forte**.*

Dissoluzione di CaCO_3
in presenza di HCl



Dissoluzione di MnS in presenza di HCl

MnS in **acqua**

+ HCl

MnS in **acqua/HCl**

